Profesor
Miguel Zavala

PITAGORAS
ACADEMIA

# QUÍMICA

GRUPO PITÁGORAS

## ÁCIDOS Y BASES

# DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES

# ÁCIDOS Y BASES

Algunos de los procesos más importantes de los sistemas químicos y biológicos son reacciones ácido - base en disolución acuosa. Pero preguntémonos, ¿qué son ácidos y qué son bases?. Vamos a intentar establecer las propiedades de los ácidos y de las bases a partir de nuestras observaciones ordinarias.

**PROPIEDADES GENERALES DE ÁCIDOS Y BASES**

| ÁCIDOS | BASES |
|---|---|
| 1. Presentan sabor agrio. | 1. Presentan sabor amargo. |
| 2. Cambian de color a los pigmentos vegetales. | 2. Actúan en forma opuesta a los ácidos frente a los pigmentos vegetales. |
| 3. Reaccionan con metales activos como el cinc, magnesio y hierro liberando hidrógeno : $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ | 3. Al tacto se sienten resbalosas o jabonosas |
| 4. Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos liberando $CO_2$ <br> $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$ <br> $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$ | 4. No dan reacción con los carbonatos y bicarbonatos |
| 5. Sus soluciones acuosas conducen la electricidad | 5. Sus soluciones acuosas conducen la electricidad |
| 6. Su acción es neutralizada por las bases. <br> $HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$ | 6. Su acción es neutralizada por los ácidos. |
| 7. Cambian a rojo el color del papel tornasol (indicador colorimétrico). | 7. Cambian a color azul el papel tornasol. |

# ÁCIDOS Y BASES

## DEFINICIÓN DE ÁCIDOS Y BASES

Existen diversas teorías para identificar un ácido y una base, entre las principales tenemos:

### 1. TEORÍA DE ARRHENIUS:

Se aplica principalmente a las soluciones de las sustancias, generalmente acuosas. Es un criterio funcional, es decir basado en ciertas funciones químicas.

**Ácido:** Sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno ($H^+$).

$$HNO_{3(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + NO_3^-{}_{(ac)}$$

ácido

**Base:** Sustancia que en solución acuosa libera iones oxidrilo ($OH^-$)

$$NaOH_{(ac)} \rightarrow OH^-_{(ac)} + Na^+_{(ac)}$$

base

**Observaciones :**

- **Se debe tener en cuenta que la Teoría de Arrhenius se restringe al análisis en soluciones acuosas.**
- **Los ácidos se pueden clasificar de acuerdo a la cantidad de iones $H^{1+}$ que liberen en sus disociación en las soluciones acuosas, tal es así que si se libera un ion $H^{1+}$ se dice que es monoprótico, si son dos iones $H^{1+}$ son dipróticos y así sucesivamente.**
- **De acuerdo con la Teoría de Arrhenius se concluye que una solución ácida contiene un exceso de iones hidrógeno y una solución básica un exceso de iones oxhidrilo.**

## 2. TEORÍA DE BRONSTED - LOWRY:

Esta teoría se fundamenta en la transferencia de iones $H^{1+}$ llamado también como "protón", es por eso que a estas reacciones se les conoce como de "protólisis". Para la clasificación de las sustancias se debe tener en cuenta lo siguiente :

**Ácido :** Es la sustancia que cede el ion hidrógeno $H^{1+}$, transfomándose en su base conjugada.

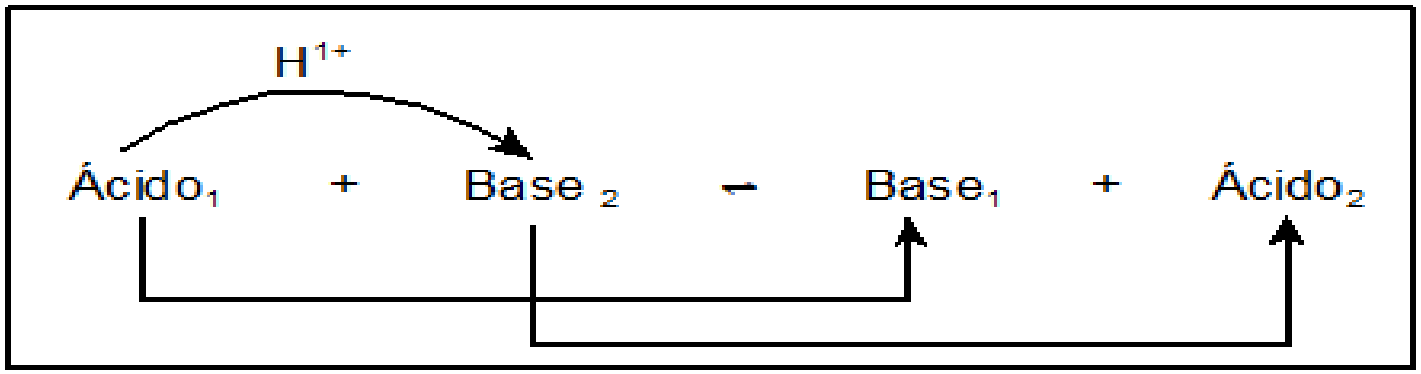
**Base :** Es la sustancia que acepta el ion hidrógeno $H^{1+}$, transfomándose en su base conjugada.

**Johannes N. Bronsted** **1879-1947.**

**Thomas M. Lowry** **1874-1936.**

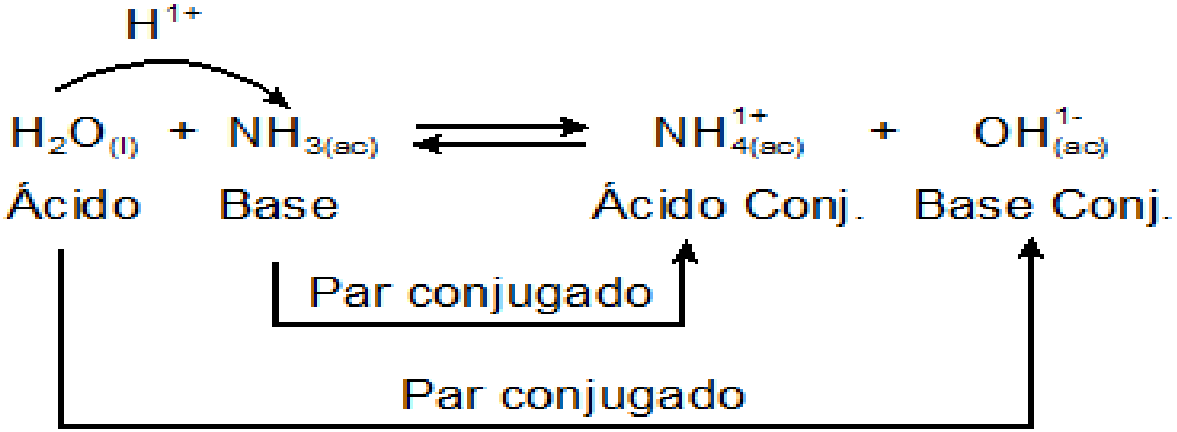
***Both independently developed Bronsted-Lowry theory of acids and bases.***

## ESQUEMA DE UNA REACCIÓN DE PROTÓLISIS




Se llaman **"pares conjugados"** al ácido y su respectiva base conjugada formada **(Ácido$_1$ - Base$_1$)** o a la base y su respectivo ácido conjugado formado **(Base$_2$ - Ácido$_2$)** y éstos se caracterizan por diferenciarse en un protón ($H^{1+}$)

**Ejemplo :**



# ÁCIDOS Y BASES

La Teoría de Bronsted - Lowry es una teoría de mucho mayor importancia que la de Arrhenius debido a que ésta no se limita a soluciones acuosas sino que es aplicable en diversos medios, por ejemplo :

$$\underset{\text{Ácido}_1}{HClO_4} + \underset{\text{Base}_2}{H_2SO_4} \rightleftharpoons \underset{\text{Base}_1}{ClO_4^{1-}} + \underset{\text{Ácido}_2}{H_3SO_4^{1+}}$$

$H^{1+}$

**Observación:**

- Todo ácido de Arrhenius también es un ácido de Bronsted - Lowry

**ANFOTERISMO**

Es el término general que describe la habilidad de una sustancia para reaccionar como ácido o como base. Se dice que una sustanciaes *anfiprótica* cuando exhibe anfoterismo aceptando o donando un protón, $H^{1+}$. Ejemplos : $H_2O$; HClO; $HSO_3^{1-}$; etc.

$$\underset{(\text{Ácido})}{H_2O} + CH_3COO^{1-} \rightleftharpoons OH^{1-} + CH_3COOH \quad (H^{1+})$$

$$\underset{(\text{Base})}{H_2O} + HNO_3 \rightleftharpoons H_3O^{1+} + NO_3^{1-} \quad (H^{1+})$$

∴ $H_2O$ es anfiprótica

**Observaciones:**

- Son anfóteros los hidróxidos de elementos de transición y los alcoholes.
- Son anfóteros los óxidos : BeO, $Al_2O_3$.

# ÁCIDOS Y BASES

## AUTOPROTÓLISIS

Se presenta cuando la transferencia del ion $H^{1+}$ se realiza entre unidades de la misma especie. Es necesario que dicha sustancia sea anfiprótica.

**Ejemplo :** Autoprotólisis del agua.

$$\underset{(\text{Ácido})}{H_2O} + \underset{(\text{Base})}{H_2O} \xrightarrow{H^{1+}} OH^{1+} + H_3O^{1+}$$

**OTROS EJEMPLOS:**

- $CH_3OH + CH_3OH \leftrightharpoons CH_3OH_2 + CH_3O^-$
- $NH_3 + NH_3 \leftrightharpoons NH4^+ + NH2^-$

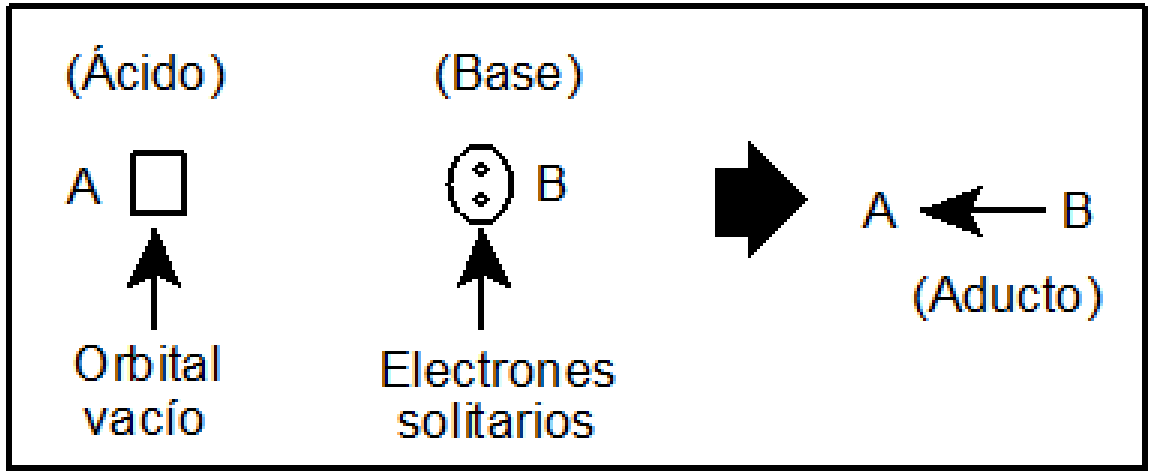
## 3. TEORÍA DE GILBERT NEWTON LEWIS

Gilbert N. Lewis introdujo un concepto todavía más general de ácidos y bases describiendo el modo en la que una sustancia con un par de electrones no compartidos toma parte en una reacción ácido - base mediante el mecanismo de covalencia coordinada. Según esta teoría:

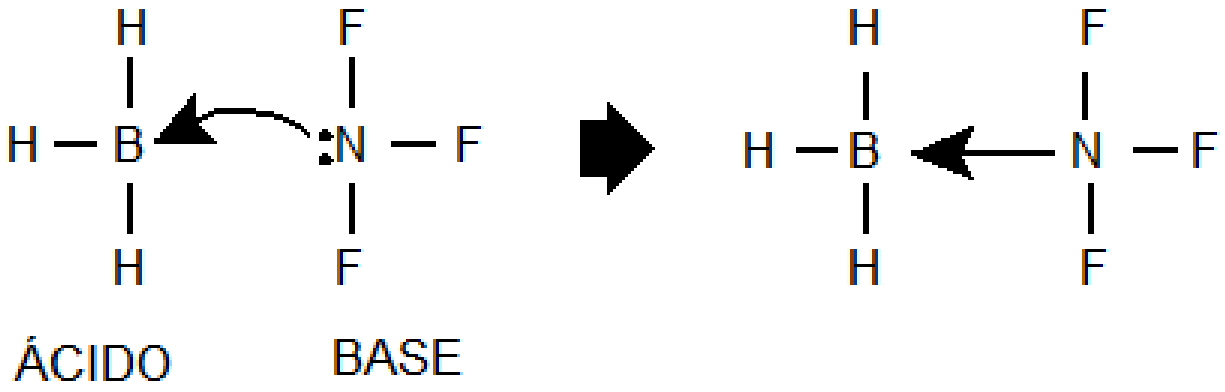
**Ácido :** Es cualquier sustancia que acepte un par de electrones a compartir.

**Base :** Es cualquier sustancia que tiene un par de electrones no compartidos, es decir, es un donador de electrones.

## ESQUEMA DE LA TEORÍA DE LEWIS




**Ejemplo :**



# ÁCIDOS Y BASES

De la Teoría de Lewis podemos concluir que :

- Son ácidos de Lewis

  A. Los cationes, ejemplo : $Ag^{1+}$; $Ca^{2+}$; $H^{1+}$
  B. Las moléculas con átomo central que tengan octeto incompleto, ejemplo : $BeH_2$, $BCl_3$
  C. Las moléculas cuyo átomo central tenga enlace múltiple : $CO_2$; $SO_3$

- Son bases de Lewis

  A. Los aniones, ejemplo : $OH^{1-}$, $Cl^{1-}$, $NO_3^{1-}$
  B. Las moléculas cuyo átomo central cuente con electrones solitarios, ejemplo : $NH_3$, $PH_3$
  C. Especies con átomos que tienen electrones solitarios, ejemplo : CaO

# ÁCIDOS Y BASES

**Observaciones:**

✵ Las reacciones de formación de compuestos complejos se pueden clasificar como ácido - base según la teoría de Lewis.

✵ La teoría ácido - base de Lewis permite explicar la formación de iones complejos.

✵ Las bases de Lewis y de Bronsted - Lowry son idénticas porque para aceptar, un protón la base debe tener un par de electrones no compartidos.

**ÁCIDOS Y BASES FUERTES:**

Son aquellas sustancias que en solución se encuentran prácticamente disociados en un 100% mediante una reacción irreversible.

**Ejemplo: Ácido Fuerte**

$$HA \xrightarrow{100\%} H^{1+} + A^{1-}$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicial | $C_A$ | ——— | ——— |
| Final | ——— | $C_A$ | $C_A$ |

Los ácidos más fuertes son:

$$HClO_4 > HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$$

**Ejemplo: Base Fuerte**

$$BOH \xrightarrow{100\%} B^{1+} + OH^{1-}$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicial | $C_B$ | ——— | ——— |
| Final | ——— | $C_B$ | $C_B$ |

Las bases más fuertes son:

NaOH; KOH; RbOH; CsOH; $Ca(OH)_2$ diluido

**ÁCIDOS Y BASES DÉBILES:**

Se caracterizan porque en solución se encuentran disociados generalmente en menos del 5%. Desarrollan una reacción de disociación reversible que queda descrita mediante una constante de equilibrio de disociación o ionización "Ki" que se denota "Ka" para los ácidos débiles y "Kb" para las bases débiles.

| ÁCIDOS DÉBILES | | BASES DÉBILES | |
|---|---|---|---|
| CH3COOH | Ácido Acético | $NH_3$ | Amoniaco |
| $H_3BO_3$ | Ácido Bórico | $C_6H_5NH_2$ | Anilina |
| $H_2CO_3$ | Ácido Carbónico | $CH_3NH_2$ | Metilamina |
| $H_3PO_4$ | Ácido Fosfórico | $C_5H_5N$ | Piridina |
| HClO | Ácido Hipocloroso | $NH_2NH_2$ | Hidracina |
| $H_2S$ | Ácido Sulfhídrico | $NH_2OH$ | Hidroxilamina |

**Ejemplo: Ácido Débil (Ácido acético → HAc)**

$$HAc + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + Ac^{1-}$$

$$Kc = \frac{[H_3O^+][Ac^{1-}]}{[HAc][H_2O]}$$

$$\underbrace{Kc \cdot [H_2O]}_{Ka} = \frac{[H_3O^+][Ac^{1-}]}{[HAc]}$$

$$\boxed{Ka = \frac{[H_3O^+][Ac^{1-}]}{[HAc]}}$$

A 25°C, el Ka del ácido acético es igual a $1{,}86 \cdot 10^{-5}$

A mayor valor de Ka, mayor es la fuerza de acidez de la sustancia.

**Ejemplo: Base Débil**

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^{1+} + OH^{1-}$$

$$Kc = \frac{[NH_4^{1+}][OH^{1-}]}{[NH_3][H_2O]}$$

$$\underbrace{Kc \cdot [H_2O]}_{} = \frac{[NH_4^{1+}][OH^{1-}]}{[NH_3]}$$

$$\boxed{Kb = \frac{[NH_4^{1+}][OH^{1-}]}{[NH_3]}}$$

A 25°C, el Kb del amoniaco es igual a $1{,}75.10^{-5}$

Cuanto más pequeño sea el valor de Kb, la sustancia será una base más débil.

## GRADO DE DISOCIACIÓN O IONIZACIÓN (α)

Indica la relación de la concentración de iones realmente disociados entre la concentración inicial del ácido o de la base.

$$\alpha = \frac{\text{Concentración de la especie disociada}}{\text{Concentración inicial del ácido o base}}$$

## PORCENTAJE DE DISOCIACIÓN O IONIZACIÓN

Es una forma de medir la fuerza de un ácido o base mediante la fracción de sus moléculas que se ionizan; es decir el grado de disociación α por 100.

$$\%\ \text{Ionización} = \alpha \cdot 100$$

**Determinación de Ka y Kb a partir del grado de disoción:**

I. Ácidos Débiles (HCOOH ; HF ; $HNO_2$ ; HCN)

$$HA \overset{<5\%}{\rightleftharpoons} H^{1+} + A^{1-}$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicial | $C_A$ | ——— | ——— |
| Variación | x | x | x |
| Equilibrio | $C_A - x$ | x | x |

$\Rightarrow K_a$

$$[H^{1+}] = \sqrt{K_a \cdot C_A}$$ (Valor aproximado)

## II. Bases débiles ($NH_3$ ; $Ba(OH)_2$ ; $CH_3NH_2$ ; $NH_4OH_{(ac)}$)

$$BOH \rightleftharpoons B^{1+} + OH^{1-}$$

| | | | |
|---|---|---|---|
| Inicial | $C_B$ | ——— | ——— |
| Variación | x | x | x |
| Equilibrio | $C_B - x$ | x | x |

$K_b$

$$[OH^{1-}] = \sqrt{K_b \cdot C_B}$$ (Valor aproximado)

## EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA

### AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA:

Mediante experimentos de conductividad eléctrica se logra demostrar que el agua pura se ioniza ligeramente y esto se puede representar mediante las dos ecuaciones siguientes :

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^{1+} + OH^{1-}_{(ac)} \text{ ..... (1)}$$

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^{1+}_{(ac)} + OH^{1-}_{(ac)} \text{ ..... (2)}$$

**Observación :**

- En realidad el ion hidrógeno ($H^{1+}$) está hidratado y existe como ion hidronio ($H_3O^{1+}$)

**PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA (Kw):**

Como el $H_2O$ es pura, no se incluye su concentración en la expresión de concentraciones en equilibrio. Esta constante de equilibrio se conoce como el **Producto Iónico del Agua** y suele representarse como **Kw** :

$$Kw = [H_3O^{1+}][OH^{1-}] = [H^{1+}][OH^{1-}]$$

Así, en el agua pura la concentración de iones hidrógeno ($H^{1+}$) siempre es igual a la concentración de iones oxhidrilo ($OH^{1-}$). Deteminaciones cuidadosas han demostrado que en agua pura a 25 °C :

$$[H^{1+}] = [OH^{1-}] = 10^{-7}\ mol\text{-}g.L^{-1}$$

entonces, se tiene :

$$Kw = [H^{1+}][OH^{1-}] = (10^{-7})(10^{-7})$$

$$Kw = 10^{-14}$$

# ÁCIDOS Y BASES

Aunque la expresión $Kw = 10^{-14}$ se obtuvo para el agua pura, también es válida para soluciones acuosas diluidas a 25 °C. El Kw proporciona una relación inversa y simple entre las concentraciones de $H^{1+}$ y $OH^{1-}$ en todas las soluciones acuosas diluidas, es decir, en toda solución acuosa diluida se considera que :

$$[H^{1+}]\,[OH^{1-}] = 10^{-14}$$

**Observación :**

- Las soluciones en las cuales la concentración del soluto es aproximadamente menor a 1 M, suelen llamarse diluidas.

**POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH) :**

Es una forma de representar la concentración de iones hidrógeno ($H^{1+}$) o hidronio ($H_3O^{1+}$) en soluciones muy diluidas. Fue propuesta por Sörensen mediante la siguiente expresión:

$$pH = -\text{Log}\,[H^+] \rightarrow [H^{1+}] = 10^{-pH}$$

**Ejemplos:**

$[H^{1+}] = 10^{-2}$ M $\rightarrow pH = -\log 10^{-2} = 2$

$[H^{1+}] = 10^{-6}$ M $\rightarrow pH = -\log 10^{-6} = 6$

$[H_3O^{1+}] = 10^{-3}$ M $\rightarrow pH = -\log 10^{-3} = 3$

A mayor pH, menor acidez de la solución.

**POTENCIAL DE OXHIDRILO (pOH) :**

En forma análoga al pH, se expresa mediante la expresión:

$$pOH = -Log\,[OH^{1-}] \rightarrow [OH^{1-}] = 10^{-pOH}$$

**Ejemplos:**

$$[OH^{1-}] = 10^{-1}\ M \rightarrow pOH = -\log 10^{-1} = 1$$

$$[OH^{1-}] = 10^{-5}\ M \rightarrow pOH = -\log 10^{-5} = 5$$

A mayor pOH, menor es la basicidad de la solución

Recordando que en toda solución acuosa diluida consideramos que $[H^{1+}][OH^{1-}] = 10^{-4}$ M; se tiene:

$$(10^{-pH}).(10^{-pOH}) = 10^{-14}$$

entonces, se puede deducir:

$$pH + pOH = 14$$

(se cumple a 25 °C)

# ÁCIDOS Y BASES

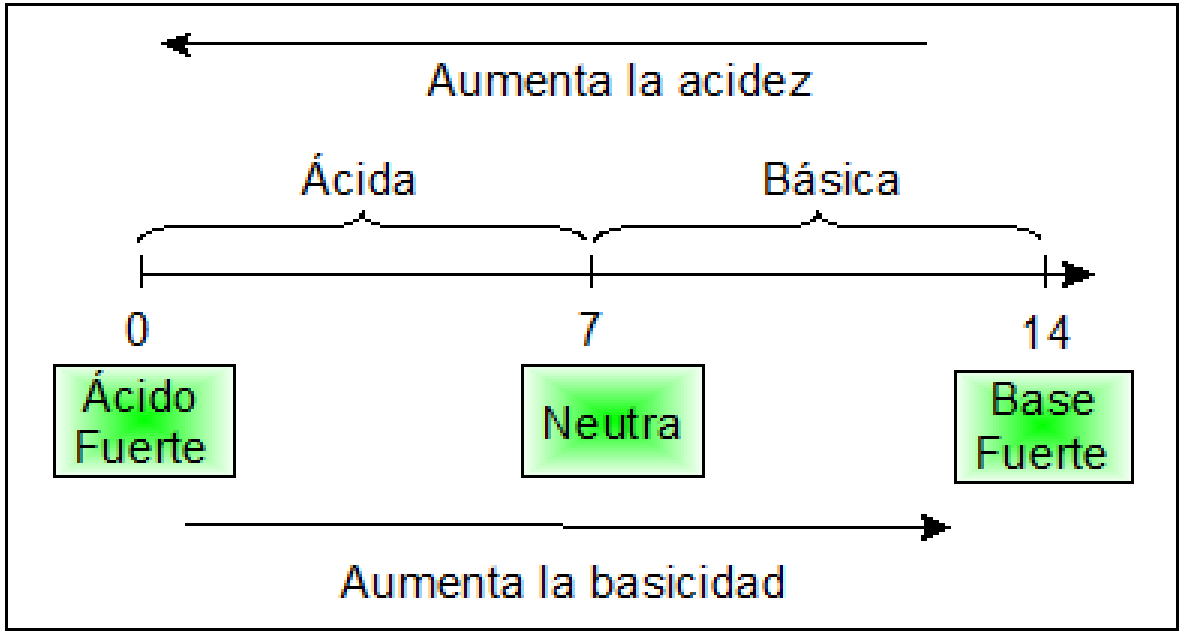
**ESCALA DE pH :**

Las disoluciones ácidas y básicas pueden identificarse por sus valores de pH, como:

Solución Neutra : $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M → pH = pOH = 7

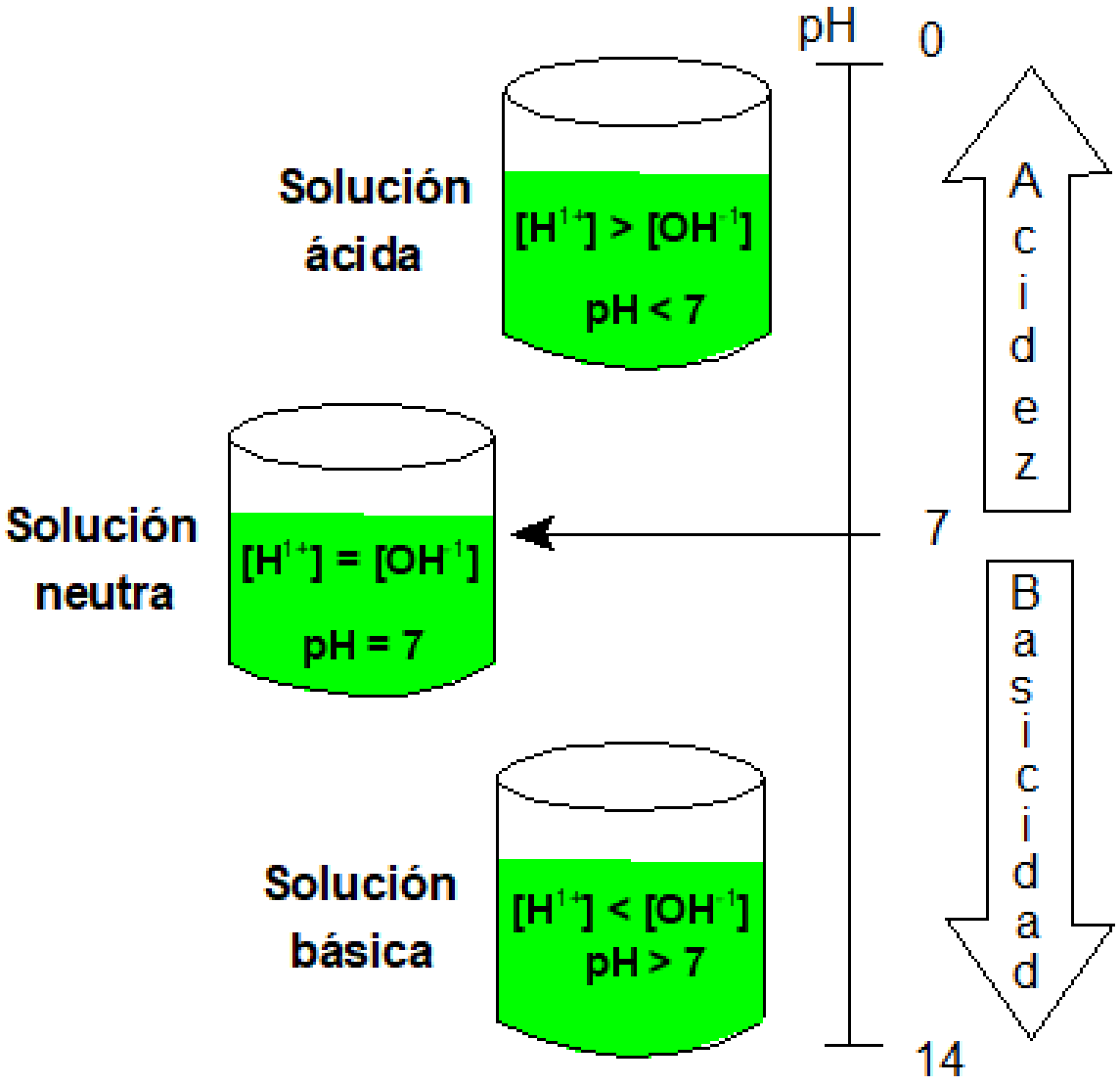
Solución Ácida : $[H^+] > [OH^-]$ ; $[H^+] > 10^{-7}$ M → pH < 7 y pOH > 7

Solución Básica : $[H^+] < [OH^-]$ ; $[H^+] < 10^{-7}$ M → pH > 7 y pOH > 7



# ÁCIDOS Y BASES

En solución acuosa:



# ÁCIDOS Y BASES

**Intervalo de pH para algunas sustancias comunes**

| Sustancia | Intervalo de pH |
|---|---|
| Contenido gástrico (humanos) | 1.6 - 3.0 |
| Refrescos | 2.0 - 4.0 |
| Limones | 2.2 - 2.4 |
| Vinagre | 2.4 - 3.4 |
| Tomates | 4.0 - 4.4 |
| Cerveza | 4.0 - 5.0 |
| Orina (humanos) | 4.8 - 8.4 |
| Leche (de vaca) | 6.3 - 6.6 |
| Saliva (humana) | 6.5 - 7.5 |
| Plasma sanguíneo (humano) | 7.3 - 7.5 |
| Clara de huevo | 7.6 - 8.0 |
| Leche de magnesia | 10.5 |
| Amoniaco casero | 11 - 12 |

Más ácidos

Más básicos

## INDICADORES COLORIMÉTRICOS ÁCIDO - BASE

Los indicadores colorimétricos son ácidos o bases orgánicas débiles que experimentan un cambio de color de acuerdo al pH del medio en el que se encuentran.

Estos indicadores se emplean para determinar el pH de las soluciones de acuerdo al virage de color que experimentan, su función se explica mediante el principio de Le - Chatelier según:

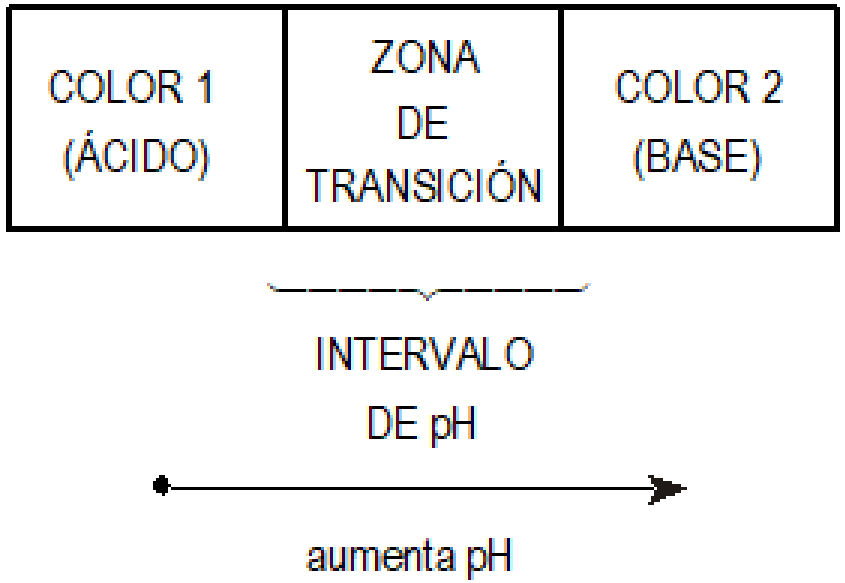
$$\underset{\text{Color 1}}{HIn_{(ac)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{Color 2}}{In^{1-}_{(ac)}} + H_3O^{1+}_{(ac)}$$

La representación HIn corresponde a un ácido monoprótico débil, el cuál, para que sea considerado un eficaz indicador, en el equilibrio ácido - base es necesario que los colores del ácido HIn y su base conjugada $In^{1-}$ sean diferentes. Si existe un equilibrio ácido - base en una neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte, el color de la solución será una mezcla de los colores 1 y 2, lo cual significa que el pH es igual a 7.

# ÁCIDOS Y BASES

En el caso que se agregue un ácido al equilibrio, disminuye el pH y el sistema se desplaza a la izquierda porque de esa forma el $H_3O^{1+}$ o $H^{1+}$ agregado se consumirá evitando el desequilibrio, predominando por lo tanto el color 1 o sea el de la forma no ionizada (Hin).

En el caso que se agregue una base al equilibrio, aumentará el pH y el sistema se desplaza a la derecha porque de esa forma el $OH^{1-}$ agregado se consumirá al reaccionar con el $H_3O^{1+}$ favoreciendo la formación de iones $In^{1-}$, entonces predomina el color 2 o sea el color de la base conjugada ($In^{1-}$).



## ALGUNOS INDICADORES ÁCIDO - BASE COMUNES

| INDICADOR | COLOR | | INTERVALO DE pH |
|---|---|---|---|
| | MEDIO ÁCIDO | MEDIO BÁSICO | |
| TORNASOL | ROJO | AZUL | 5,8 - 8,1 |
| FENOLFTALEÍNA | INCOLORO | ROJO GROSELLA | 8,3 - 10,0 |
| ANARANJADO DE METILO | ANARANJADO | AMARILLO | 3,1 - 4,4 |
| ROJO DE METILO | ROJO | AMARILLO | 4,2 - 6,3 |

**TITULACIÓN O VALORACIÓN ÁCIDO - BASE**

Es el método que consiste en determinar la concentración de una solución, por intermedio de su reacción con un volumen determinado de otra solución cuya concentración se conoce. El punto final de la titulación (punto de neutralidad para una reacción de neutralización) se determina con un indicador apropiado, así para una:

a. Titulación de ácido fuerte con base débil, se utiliza un indicador ácido.

b. Titulación de ácido débil con base fuerte, se utiliza un indicador básico.

**Ejemplo:**

Si queremos valorar una solución ácida, cuya concentración es desconocida, entonces tomamos cierto volumen "$V_a$" de éste ácido y le adicionamos 2 ó 3 gotas del indicador fenolftaleína.

A ésta mezcla hacemos caer gota a gota una solución básica de concentración conocida, se sigue agregando base al ácido hasta que la solución tome un color rojo grosella propio de la fenolftaleína en medio básico. El volumen de base empleado hasta este punto, será un volumen "$V_b$" y este punto es denominado "punto final" o "punto de equivalencia" (es decir, el punto en el cual han reaccionado cantidades equimolares del ácido y la base).

# ÁCIDOS Y BASES

Entonces, se tiene:

$$N° Eq - g\ (ácido) = N° Eq - g\ (base)$$

por lo que se deduce:

$$\boxed{N_{ácido} \cdot V_{ácido} = N_{base} \cdot V_{base}}$$

N = Normalidad de la solución
V = Volumen de la solución

## NEUTRALIZACIÓN

Se produce cuando una solución ácida, logra reaccionar con una solución básica y éstos lo hacen con igual número de equivalentes - gramo, produciéndose la neutralización de ambos y originando la sal respectiva.

**Ejemplo:**

La reacción entre el $HNO_3$, un ácido fuerte, y el NaOH, una base fuerte, se puede representar por:

$$HNO_{3(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaNO_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$$

o, en función de la ecuación iónica neta,

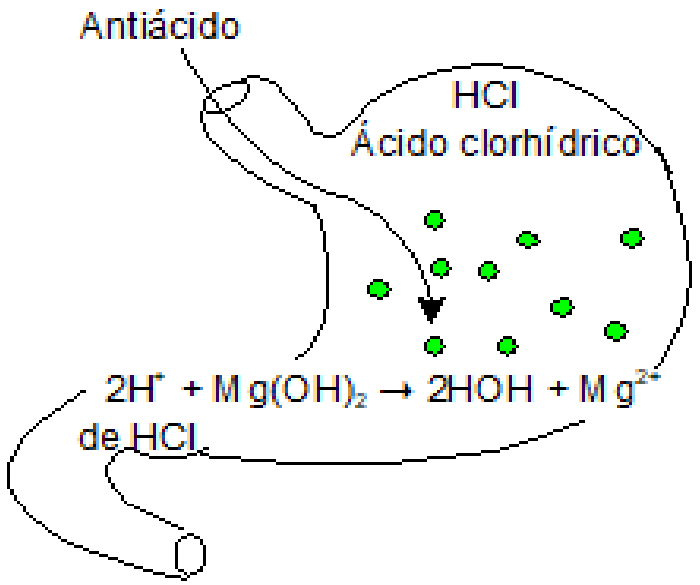
$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

entonces, se cumple:

$$N° \text{ Eq - g } (HNO_3) = N° \text{ Eq - g } (NaOH)$$

$$\boxed{N_{HNO_3} \cdot V_{HNO_3} = N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}$$

**Acción de un antiácido estomacal**




Reacciones que se presentan cuando se ingiere "leche de magnesia"

El "jugo gástrico" es un fluido digestivo delgado y ácido, que entre otra sustancias, contiene ácido clorhídrico. Si el contenido de ácido es demasiado alto, puede causar contracción muscular, dolor, hinchazón, inflamación y sangrado. Con un antiácido se reduce temporalmente la concentración de iones $H^+$ en el estómago. La función principal de los antiácidos es neutralizar el exceso de HCl en el jugo gástrico.

## MOMENTO DE PRACTICAR

# PROBLEMAS Y RESOLUCIÓN

# ÁCIDOS Y BASES

01. Indique el valor de verdad, de las proposiciones siguientes:

I. Los ácidos se identifican por su reacción con el bicarbonato ($NaHCO_3$).

II. Los ácidos débiles de los frutos cítricos son amargos.

III. Las soluciones de bases o álcalis son resbalosas al tacto.

A) VVV B) FVF C) VFV
D) FFF E) FFV

02. Con respecto a las propiedades generales de ácidos y bases, diga cuál de las siguientes proposiciones es verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. Productos tales como el jabón y la milanta ($Al(OH)_3$) presentan características ácidas.

II. Una infusión de té reacciona con el limón. El té tiene características básicas.

III. Las reacciones ácido-base son de poca importancia en los procesos químicos y biológicas.

A) VVV B) VFF C) VVF
D) FVF E) VFV

03. Marque la proposición que no corresponde a las propiedades de los ácidos:

A) Organolépticamente son agrios.

B) El sabor agrio del vinagre se debe a que contiene ácido acético.

C) Disuelven a los carbonatos metálicos con desprendimiento de dióxido de carbono.

D) Los metales Cu, As, Au reaccionan con los ácidos desprendiendo hidrógeno gaseoso.

E) El papel tornasol rojo en contacto con ácidos conserva su color.

04. Respecto a las propiedades generales de ácidos y bases, determine lo **incorrecto**.

A) Las soluciones de bases o álcalis son untuosas (resbalosas) al tacto.

B) Las bases o álcalis descomponen el bicarbonato de sodio, liberando $CO_{2(g)}$.

C) Los ácidos reaccionan con metales activos como los alcalinos o alcalinos térreos.

D) Los ácidos son corrosivos para la piel.

E) Las bases o álcalis aumenta el pH del agua a valores superiores a 7.

**TEORÍAS ACIDO - BASE**

05. Indique con verdadero (V) o falso (F) según corresponda, cada una de las siguientes proposiciones, en el orden establecido .

I. El $H_3PO_4$ es un ácido de Arrhenius.

II. El amoniaco $NH_3$ es una base de Arrhenius.

III. El HCl es un ácido de Brönsted - Lowry.

A) FFF B) FFV C) VFV

D) VVF E) VVV

06. Respecto al modelo de Brönsted y Lowry, indique como verdadero (V) o falso (F), según corresponda.

I. El modelo implica transferencia de iones $H^+$ y $OH^-$, en el curso de las reacciones ácido-base.

II. Los pares conjugados se diferencian en un solo protón.

III. Los ácidos, según este modelo, son necesariamente ácidos de Arrhenius.

A) VVV B) VVF C) VFV

D) VFF E) FVF

07. Dada la siguiente reacción ácido - base de Brönsted - Lowry :

$$HClO_{(ac)} + CH_3NH_{2(ac)} \rightleftarrows CH_3NH_3{}^+{}_{(ac)} + ClO^-{}_{(ac)}$$

Indicar la alternativa correcta:

A) El HClO es la base conjugada.

B) El $CH_3NH_3{}^+$ es la base conjugada.

C) El $CH_3NH_2$ es la base.

D) El $ClO^-$ es el ácido conjugado.

E) El $CH_3NH_3{}^+$ y el $ClO^-$ constituyen un par conjugado.

08. Utilizando la teoría de Brönsted - Lowry, indique cual de las siguientes especies químicas puede actuar como ácido y como base.

A) $HCO_3{}^{1-}$ B) $CO_3{}^{2-}$ C) $NH_4{}^+$

D) $SO_3$ E) $CO_2$

09. Asigne verdadero (V) o falso (F) a cada una de las siguientes proposiciones:

I. Según Arrhenius los ácidos y bases se disocian respectivamente en iones $H^+$ y $OH^-$ en medio acuoso.

II. Las bases Bronsted-Lowry son aquellas que aceptan un par de electrones.

III. Los iones metálicos pueden ser ácidos de Lewis.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) VFF

10. Considerando la definición de Lewis para ácidos y bases, señale lo correcto.

$$2\ NH_3 + Ag^+ \rightarrow [H_3N - Ag - NH_3]^+$$

I. El $NH_3$ es el ácido.

II. La especie $Ag^+$ es aceptora de electrones, por lo tanto es una base.

III. El aducto es el $[H_3N - Ag - NH_3]^+$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

# FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS